

Actividad II-4

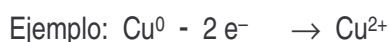
BALANCEO REDOX EN METALES

Recordar propiedades químicas de los metales

- Electronegatividad: Baja
- Gral. Monoatómicos (Fe, Cu, Pb, etc)
- Insolubles en agua
- Agentes reductores = pierden electrones (e^-) \longrightarrow formación de cationes (iones +)

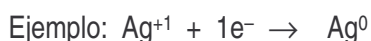
OXIDACIÓN:

- indica que un compuesto incrementa la proporción de átomos de oxígeno.
- pérdida de electrones (o aumento en el número de oxidación).



REDUCCIÓN:

- indica una disminución en la proporción de átomos de oxígeno en un compuesto.
- ganancia de electrones (o disminución en el número de oxidación).



- Siempre que se produce una **oxidación** debe producirse simultáneamente una **reducción**.
- Cada una de estas reacciones se denomina **semirreacción**.

Estado de oxidación (E.O.) (número de oxidación). La carga (positiva ó negativa) de un átomo, lo cual indica el número de electrones que el átomo ha aceptado o cedido.

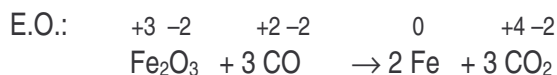
Principales estados de oxidación:

- Todos los elementos en estado neutro (sin combinarse) tienen E.O. = 0.
- El oxígeno (O) en óxidos, ácidos y oxisales (sales ternarias) tiene E.O. = -2. (Expc. H_2O_2)
- El hidrógeno (H) tiene E.O. = +1; (excepción en los hidruros metálicos E.O. = -1)
- Los metales cuando se combinan formando parte de moléculas tienen E.O. positivos (M+).
- No. de oxd. de los elementos de los grupos: IA = +1, IIA = +2, IIIA = +3
- Moléculas son eléctricamente neutra: la suma algebraica de los # de oxd. de los átomos que la constituyen = 0

Ejemplo:

a) Comprobar que la reacción de formación de hierro: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$ es una reacción redox.

b) Indicar los E.O. de todos los elementos antes y después de la reacción:



Reducción: El Fe disminuye su E.O. de “+3” a “0” = se reduce.

Oxidación: El C aumenta su E.O. de “+2” a “+4” = se oxida.

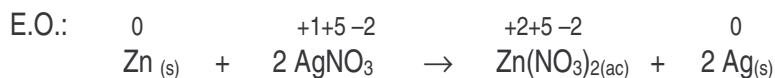
LA QUÍMICA REDOX ES LA QUÍMICA DE LA TRANSFERENCIA DE ELECTRONES.

Esa transferencia se produce entre especies químicas, un agente oxidante y un agente reductor

AGENTE OXIDANTE: Es la sustancia capaz de oxidar a otra, por lo que ella se reduce.

AGENTE REDUCTOR: Es la sustancia capaz de reducir a otra, por lo que ella se oxida.

Ejemplo:



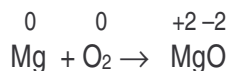
Agente Reductor = Zn ya que el Zn se oxidó, perdió 2 electrones (e⁻s) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{+2}$

Agente Oxidante = AgNO_3 ya que la Ag se redujo, ganó 1 electrones (e⁻s) $\text{Ag}^{+1} \rightarrow \text{Ag}^0$

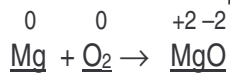
ETAPAS EN EL BALANCEO POR EL MÉTODO REDOX



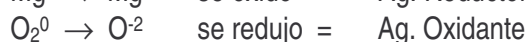
1º) Determinar los Estados de Oxidación (E.O.) de todos los átomos:



2º) Identificar los átomos que experimentaron cambio:



3º) Escribir semi-reacciones: indicar quien se oxidó y quien se redujo; también los agentes oxidante y reductor.



4º) Se balancea por inspección ambas semi-reacciones.



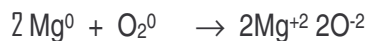
5º) Se determina el número de electrones (e-s) perdidos y ganados en cada semi-reacción; tomar en cuenta los coeficientes del balanceo:



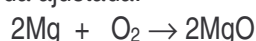
6º) Se verifica si los e-s perdidos son iguales a los e-s ganados, igualando la carga. En este ejemplo se multiplica por 2 la primera semi-reacción para poder igualar la cantidad de e-s.



7º) Se suman algebraicamente los miembros de las dos semi-reacciones (se deben anular o cancelar los e).



8º) Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y comprobando que toda la reacción queda ajustada:



IMPORTANCIA PROCESOS REDOX:

Seres vivos:

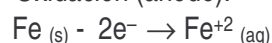
- Fotosíntesis (cadena de reacciones químicas)
- Respiración (respiramos O_2 y exhalamos $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$)

Industria:

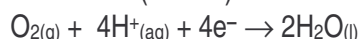
- Reducción de minerales para la obtención del Al o Fe
- Proceso de prevención (ej.: corrosión).

Corrosión: un problema muy importante es la corrosión de los metales; por ejemplo, el hierro:

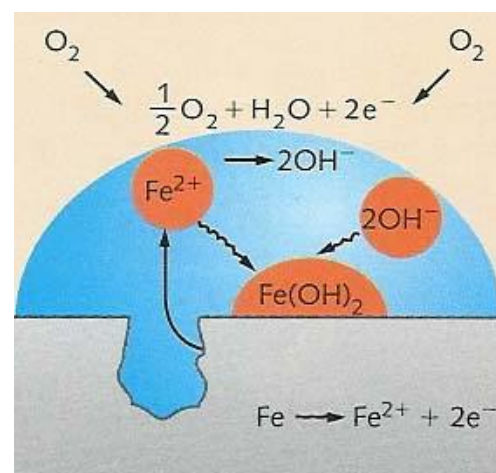
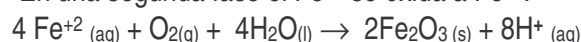
* Oxidación (ánodo):



* Reducción (cátodo):



* En una segunda fase el Fe^{+2} se oxida a Fe^{+3} :

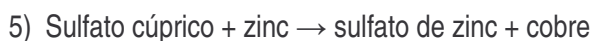
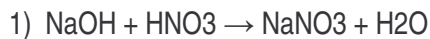


EJERCICIOS (Act. II – 4)

I) Dadas las siguientes reacciones:

a) Justifique si todas son de oxidación-reducción.

b) Identifique el agente oxidante y el reductor donde proceda.



I) Representa los siguientes procesos por medio de ecuaciones balanceadas por el método de REDOX:

1) El monóxido de nitrógeno gaseoso se prepara por reacción del cobre metálico con ácido nítrico (HNO_3) obteniéndose, además, nitrato de cobre (II) y agua.

2) El ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado reacciona con el bromuro de potasio para dar sulfato de potasio, bromo, dióxido de azufre y agua.

3) El ácido sulfúrico reacciona con cobre para dar sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua.

4) El ácido nítrico concentrado reacciona con carbono produciéndose dióxido de nitrógeno, dióxido de carbono y agua.

5) El ácido nítrico reacciona con el ácido sulfhídrico (H_2S) dando azufre elemental, monóxido de nitrógeno y agua.

6) El cloro (gas) reacciona con hidróxido de potasio produciendo clorato de potasio, cloruro de potasio y agua.

7) El yodo (sólido) reacciona con ácido nítrico para dar ácido yódico (HIO_3), monóxido de nitrógeno y agua.

8) El ácido sulfuroso (H_2SO_3) reacciona con el ácido nitroso (HNO_2) para producir ácido sulfúrico, monóxido de nitrógeno y agua.

9) El permanganato de potasio reacciona con sulfato ferroso y ácido sulfúrico para producir sulfato de manganeso II, sulfato férrico, sulfato de potasio y agua.